

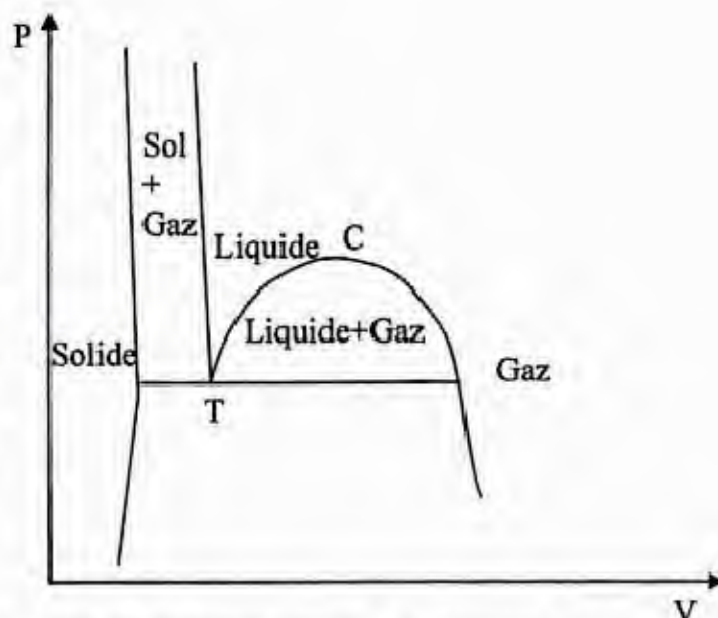
## 4-PROPRIÉTÉS DES CORPS PURS

### 1 SOLIDES - LIQUIDES - GAZ

Les **solides** sont des corps ayant un volume et une forme propre, peu compressibles, du moins pour les valeurs usuelles de la pression.

Les **liquides** sont aussi des fluides peu compressibles, ayant un volume propre et prenant la forme de la partie inférieure des volumes qu'ils occupent. Le volume est pratiquement constant à température constante (indépendant de la pression).

Les **gaz** sont des fluides compressibles sans forme ni volume propre. Ils occupent tout l'espace qui leur est disponible.



Le point critique **C** limite le domaine du changement d'état liquide - gaz. En ce point, liquide et gaz ont les mêmes propriétés; au delà de ce point l'état liquide n'existe plus.

Le point triple **T** représente l'état où solide, liquide et gaz sont en équilibre.

Il correspond à des valeurs uniques de la pression, du volume massique et de la température. Courbe de vaporisation de l'eau: Pression en fonction de la température.

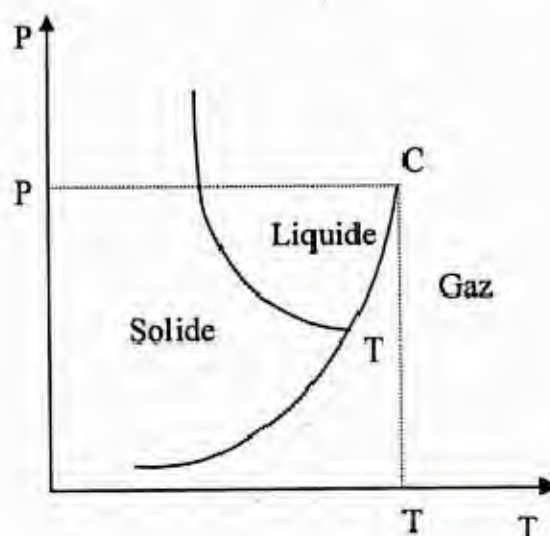
$\theta$ °C	0	20	40	60	80	100
P mm Hg	4.6	17.5	55.3	149	355	760

Ce tableau donne:

- Pour une pression donnée, la température d'ébullition.
- Pour une température donnée, la pression de saturation.

Pour

l'eau  $P_c = 22.09 \text{ MPa}$        $P_T = 0.6113 \text{ kPa}$   
 $T_c = 647.29 \text{ K}$        $T_T = 273.16 \text{ K}$   
 fréon11  $P_c = 4.38 \text{ Mpa}$        $T_c = 471.2 \text{ K}$





## 2 LIQUIDE- VAPEUR

Les systèmes diphasiques liquide-vapeur (gaz) sont à la base du fonctionnement des machines thermiques dithermes: machines à vapeur, machines frigorifiques et pompes à chaleur (PAC)..

Si on trace expérimentalement les isothermes des gaz réels dans un diagramme de Clapeyron, on obtient la Fig. 4.5 : les allures de ces isothermes sont très différentes de celles du gaz parfait (Fig. 4.3).

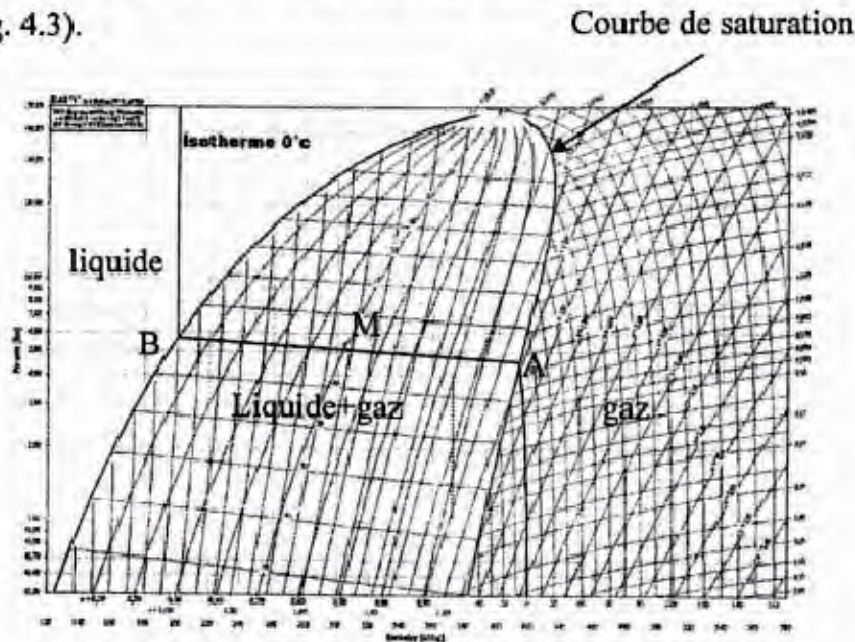


Fig. 4.5 : Isothermes d'un fluide réel

On constate alors que ces isothermes expérimentales ne ressemblent à celles du gaz parfait que pour les **faibles pressions et à grand volume** (cas du **gaz dilué** approchant le gaz parfait).

D'autre part si on **comprime le gaz**, le comportement va dépendre fortement de la température :

- \* si  $T > T_c$  , au-dessus d'une certaine température  $T_c$  dite **critique** le fluide se comprime régulièrement en restant à l'état gazeux, mais la loi  $p = f(V)$  s'écarte sensiblement de celle du gaz parfait
- \* si  $T < T_c$  , au-dessous de la température critique on observe un début de **liquéfaction** du gaz pour  $V = V_G$  . La partie de gaz liquéfié augmente progressivement si le volume diminue. Pour  $V = V_L$  , il n'y a plus que du liquide et la liquéfaction est totale
- \* si  $T = T_c$  , le palier de liquéfaction horizontale se réduit à un point d'inflexion à tangente horizontale caractérisé par les valeurs  $(p_c, V_c, T_c)$

La courbe en pointillé est appelée **courbe de saturation**, en-dessous de cette courbe de saturation on a toujours coexistence de l'état liquide (L) et de l'état gazeux (V) : on a alors un mélange L+V dit **mélange humide** ou **vapeur saturante**.

Ce **mélange ou vapeur humide** est caractérisé par son **titre x**, indiquant la proportion de vapeur dans le mélange :

Le titre  $x$  (en %) du mélange L+V est défini par :

$$x = \text{quantité de vapeur} / \text{quantité totale de fluide}$$

$$\text{soit, } x = (VM - VB) / (VA - VB) = MB / AB$$

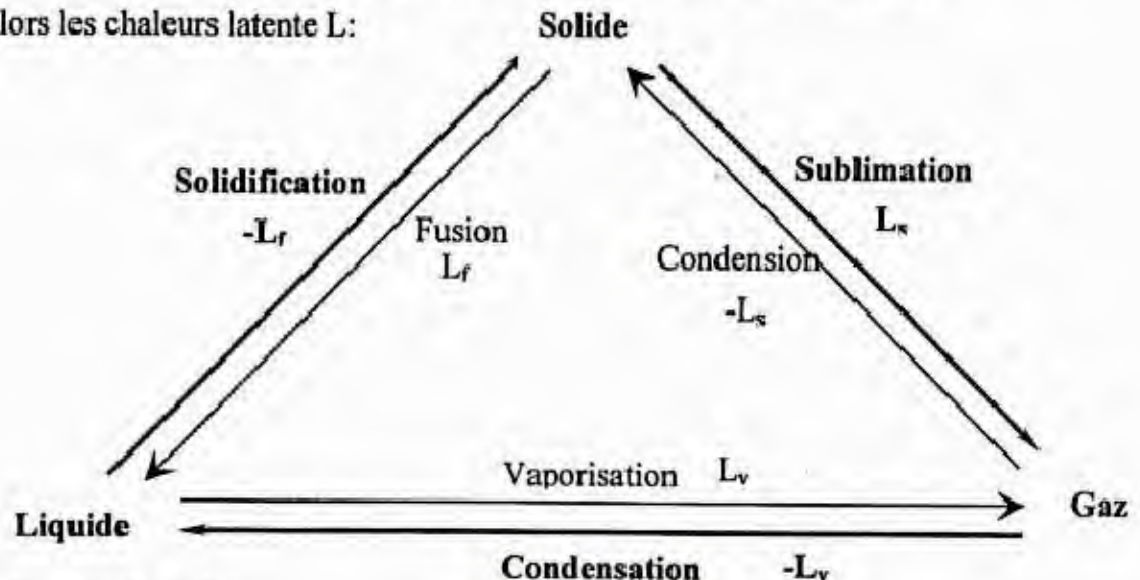
4.8)

- \* si le point  $M = A$ , alors on a  $x = 1$  (vapeur juste sèche)
- \* si le point  $M = B$ , alors on a  $x = 0$  (liquide saturé)
- \* à l'intérieur de la courbe de saturation, on a  $0 < x < 1$  (courbes isotitres)

### 3 CHANGEMENTS D'ETATS

Les changements d'états, ou transformations de phase, correspondent à des changements dans la structure des corps dûs à des modifications des liaisons entre les molécules.

On utilise alors les chaleurs latente  $L$ :



Au point triple:  $L_s = L_f + L_v$

$L$  est fonction de la température et de la pression. Pour l'eau: formule de Regnault

$$L_v = 606.5 - 0.695 \theta$$

La formule de Duperray lie la pression et la température de changement d'état, entre 100 °C et 200 °C:  $P = (\theta/100)^4$ ,  $P$  en atm.

### 4 GAZ.

L'étude des gaz représente une partie importante de la thermodynamique, notamment à cause de l'utilisation de l'air dans les moteurs.

L'étude des cycles moteurs utilise les propriétés des gaz. On définit un certain nombre de coefficients élastiques:

coefficient d'augmentation de volume à  $P$  constante:  $\alpha = 1/V (\partial V / \partial T)_P$



coefficient d'augmentation de pression à V constant:  $\beta = 1/P (\partial P/\partial T)_V$

coefficient de compressibilité adiabatique:  $\chi_Q = -1/V (\partial V/\partial P)_Q$

coefficient de compressibilité isotherme:  $\chi_T = -1/V (\partial V/\partial P)_T$ :

Ces coefficients ne sont pas indépendants:

Considérons les transformations infinitésimales réversibles amenant un système de l'état 1 à la température T aux états 2 et 2', à la température T+dT, respectivement à V ou P constant:

Au cours de ces transformations on peut écrire:

$$dV_P = \alpha V dT \text{ et } dP_V = \beta P dT$$

Si l'on considère maintenant la transformation isotherme qui va de l'état 2 à l'état 2', on peut écrire:  $dV_T = -dV_P$  et  $dP_T = dP_V$

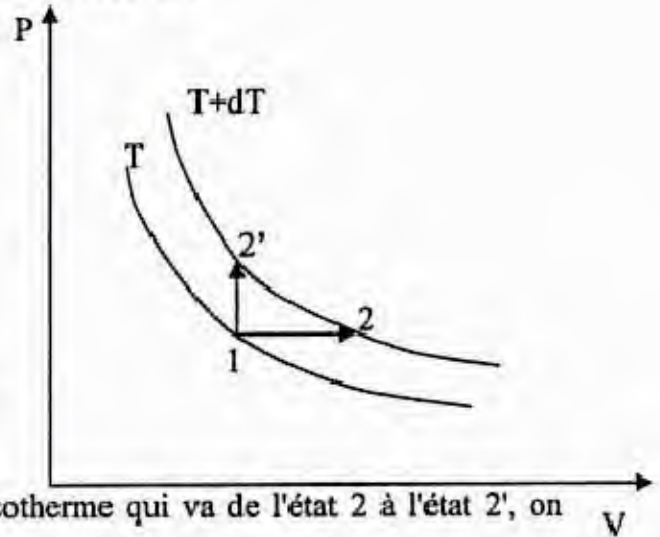
$$\chi_T = - (1/V) \cdot (\alpha V dT) / (-\beta P dT), \text{ et } (\beta \chi_T P) / \alpha = 1$$

$$(\partial P/\partial T) (\partial V/\partial P) (\partial T/\partial V) = -1$$

Cette relation est vérifiée pour toute fonction  $f(P,T,V) = 0$

Pour l'étude des gaz on utilise souvent l'approximation des gaz parfaits:

$PV = NRT$ . sinon on utilise des équations d'état dites de gaz réels telle l'équation de Van der Waals:  $(P + a/V^2) (V-b) = NRT$





ETUSUP.com

Programmmation  
**Cours**  
Electricité  
Physique  
Résumés  
Analyse  
Livres  
**Exercices**  
Contrôles Continus  
Langues  
Thermodynamique  
Multimedia  
**Divers**  
Economie  
Travaux Dirigés  
Chimie Organique  
Informatique  
Optique  
Chimie  
Diapo  
Algèbre  
Corrigés  
Mathématiques  
Mécanique  
Travaux Pratiques  
Droit

et encore plus..